

Chimie01

CHAPITRE I : NOTIONS FONDAMENTALES

1. INTRODUCTION

La matière est tout ce qui possède une masse et occupe un espace. Tous les objets, l'air, l'eau, l'huile...sont de la matière, ce sont des corps. Ces corps peuvent exister sous différents aspects appelés états physiques : ils peuvent être solides, liquides, gazeux suivant la plus ou moins grande cohésion des molécules qui les constituent.

2. HISTOIRE DE L'ATOME

Depuis l'antiquité, le problème de la nature (aspect) de la matière était posé, celle-ci est – elle continue ou discontinue ?

-5^{ème} siècle avant J-C. (Grèce) Démocrite imagine que la matière est constituée de petites particules indivisibles et insécables, qu'il appelle « atome ».

-4^{ème} siècle avant J-C. (Grèce) Aristote affirme que la matière est constituée de 4 éléments (le feu, l'air, la terre et l'eau). Cette théorie prévaudra pendant presque 20 siècles !

-En 1805 John Dalthon (Angleterre) Reprend l'idée des atomes, pour expliquer les proportions.

-J.J.THOMSON '1897 (Royaume Uni) prouve que certains rayons sont constitués de particule chargées d'électricité négative, que l'on appellera »électrons ». Il mesure le rapport m/e et donne le premier modèle de l'atome (l'atome serait une « pâte » chargée + contenant des grains (électrons) chargés -).

-En 1910, Rutherford formula une nouvelle théorie sur la structure de l'atome. Selon lui, l'atome a une structure lacunaire, un noyau sphérique central (dense et compacte) de diamètre de l'ordre de 10^{-14} m, formé de particules de charges (+) : les protons, autour du noyau gravitent des particules de charges (-) : électrons, et confèrent à l'atome un diamètre de l'ordre de 10^{-10} m (modèle planétaire). Plus tard, le physicien J.Chadwick (1932) confirma l'existence d'une troisième particule : le neutron de charge neutre.

-En 1913, Bohr proposa un modèle atomique (en couches) qui permet d'expliquer le spectre de l'hydrogène.

-En 1925 SCHRODINGER, HEISENBERG et DE BROGLIE inventent (formulent) la théorie de mécanique quantique. Cette théorie établit que les électrons n'ont pas d'orbite définie, mais permet de déterminer leur « probabilité de présence » autour du noyau.

3. RAPPELS SUR LE MODELE DE L'ATOME

3.1. Composition de l'atome

La matière est constituée d'atomes, eux-mêmes constitués d'un noyau entouré d'un nuage électronique (figure 1. et tableau 1.). Le noyau sphérique central est composé de A nucléons répartis en : Z protons (charge $q = + e$; masse m_p) et N neutrons (charge $q = 0$; masse m_n).

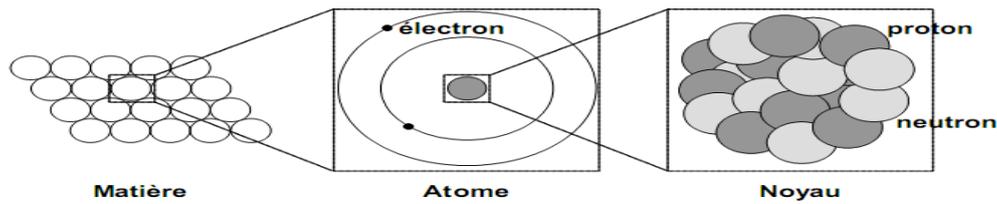


Fig I.1. Vue schématique de la structure de la matière

Le nuage électronique d'un atome neutre est composé de Z électrons (charge $q=-e$; $m_e \ll m_p$ et m_n). La charge élémentaire, en coulomb, est $e = 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$.

Tableau I.1. Caractéristiques de quelques particules constituant la matière.

Particules	Charge	Masse
Neutron	0	$m_n = 1.6749 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Proton	+e	$m_p = 1.6726 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Electron	-e	$m_e = 9.1095 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$

3.2. Élément chimique est constitué par l'ensemble des atomes d'une même catégorie possédant tous les mêmes propriétés chimiques (l'élément carbone de symbole C).

3.3. Un nucléide est l'ensemble des noyaux ayant tous la même composition c'est-à-dire le même nombre de protons et de neutrons donc un Z et N ou A donnés. Un nucléide est représenté par le symbole : ${}^A_Z X$

Il est défini par : Z : numéro atomique \Rightarrow nombre de protons

A : nombre de masse \Rightarrow nombre de nucléons

$A = Z + N$ D'où le nombre de neutrons : $N = A - Z$

Des nucléides ayant le même nombre de protons (même Z) correspondent au même élément. Ils portent le même nom. Exemple : Magnésium : ${}^{24}_{12}Mg$, ${}^{25}_{12}Mg$, ${}^{26}_{12}Mg$

I.4. Isotopes sont des nucléides qui possèdent le même Z (même nombre de protons) mais des A différents (nombre de neutrons différents).

1_1H (99.985 %), 2_1H (0.015%) et 3_1H (traces) sont des isotopes.

- **Nucléides isobares** sont des nucléides qui possèdent le même A (même nombre de nucléons) mais des Z différents (nombre de protons différents).

Exemple : Le carbone ${}^{14}_6C$ et l'azote ${}^{14}_7N$ sont des isobares.

- **Nucléides isotones** sont des nucléides qui possèdent le même N (même nombre de neutrons) mais des Z différents (nombre de protons différents).

Exemple : Le carbone $^{12}_6\text{C}$ et l'azote $^{13}_7\text{N}$.

I.5. La molécule : La molécule est la plus petite unité chimique d'un élément ou d'un composé. Elle est constituée d'atomes identiques (Cl_2) ou différents liés chimiquement entre eux (H_2O).

I.6. La supramolécule

Une supramolécule est une structure à géométrie bien définie, montée à partir de plusieurs molécules liées entre elles par des liaisons faibles. Ses propriétés ne sont pas celles de ses constituants séparés (les protéines, Enzymes...).

4. UNITES DE QUANTITE DE MATIERE

4.1. Nombre d'AVOGADRO : Ce nombre exprime le nombre d'atomes présents dans 12 g de carbone 12 ($N=6.023 \cdot 10^{23}$), cette constante a été mesurée par des méthodes expérimentales très diverses et concordantes.

4.2. Mole (unité de quantité de matière) : La mole est la quantité de matière d'un système contenant N entités identiques. Elle est aussi définie comme le nombre d'atomes de carbone 12 contenu dans 12 g de carbone 12. Une mole d'atome correspond à $6.023 \cdot 10^{23}$ atomes, une mole d'électrons correspond à $6.023 \cdot 10^{23}$

4.3. Masse molaire atomique : C'est la masse d'une mole d'atome (c'est donc la masse de N atomes)

4.4. Atome gramme : L'atome gramme d'un élément est la masse atomique de cet élément exprimée en gramme (g).

Exp : -une molécule-gramme d'eau représente 18g d'eau.

-un atome-gramme de Fe représente 56g de Fe.

4.5. Unité de masse atomique « uma »

L'unité de masse atomique, « uma » ou « u » Cette convention est établie afin d'éviter dans les calculs et les raisonnements les valeurs très faibles concernant les masses des particules microscopiques. Une unité de masse atomique est définie comme étant la masse de 1/12 de l'atome de carbone-12.

1 u \longrightarrow 1/12 d'atome de C

12g (1 mole) \longrightarrow N atome de C

$$1 \text{ u} = \frac{1}{12} \cdot 12\text{g} \cdot \frac{1}{N} = \frac{1}{N}\text{g} \quad (1/6.023 \cdot 10^{23}) \quad \Longrightarrow \quad \mathbf{1 \text{ u} = 1.66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}$$

Exp : $m_e = 0.000548 \text{ u}$, $m_p = 1.00728 \text{ u}$

4.6. Masse molaire moléculaire

C'est la masse d'une mole de molécules. Elle est égale à la somme des masses molaires des atomes qui constituent la molécule.

4.7. Masse atomique moyenne d'un élément : masse de cet élément en u.m.a. en tenant compte de ses isotopes.

$$M = \frac{\sum_i \tau_i M_i}{\sum_i \tau_i}$$

$\tau_1, \tau_2, \dots, \tau_n$ % (abondance des différents isotopes de l'élément) et M_1, M_2, \dots, M_n leurs masses atomiques respectives

Exp : le chlore naturel contient 75 % de l'isotope Cl(35) et 25 % de l'isotope Cl(37).

La masse atomique moyenne est : $M = (35 \times 75) + (37 \times 25) / 100 = 35,5$ u

4.8. Volume molaire

C'est le volume qu'occupe une mole de substance à l'état gazeux. Dans les conditions Normales de Pression et de Température ($P = 1 \text{Atm}$, $T = 0^\circ\text{C} = 273\text{K}$), une mole de substance gazeuse occupe un volume de 22.4L. ($PV = nRT$)

4.9. Masse volumique ou masse spécifique

La masse volumique d'un corps est la masse de l'unité de volume de ce corps.

$$\rho = \frac{m \leftarrow g}{v \leftarrow cm^3}$$

Exp:

Si une substance a une masse de 4000 g et un volume de 500 dm³ alors $m = 4\text{kg}$.
 $V = 500 \text{ dm}^3$ ce volume doit être convertie en mètre cube : $V = 0,5 \text{ m}^3$

$$\rho = 4/0.5 \Rightarrow \rho = 8 \text{ kg.m}^{-3} \text{ ou } \rho = 0.08 \text{ g.cm}^{-3}$$

4.11. Densité

Solide –Liquide: La densité d'un corps solide ou liquide par rapport à l'eau est le rapport de la masse d'un certain volume de ce corps à la masse du même volume d'eau.

$$d = \frac{\rho_{\text{corps (s ou l)}}}{\rho_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{m/V}{m'/V} \Rightarrow d = \frac{m}{m'}$$

Gaz : La densité d'un gaz par rapport à l'air est le rapport de la masse d'un certain volume de ce gaz à la masse de même volume d'air dans les mêmes conditions de Température et de Pression.

$$d = \frac{\text{masse d'un volume } v \text{ du gaz}}{\text{masse du volume } v \text{ de l'air}} = \frac{M_{\text{gaz}}}{M_{\text{air}}} = \frac{M_{\text{gaz}}}{29}$$

5. SOLUTIONS EN CHIMIE

Dans une solution le constituant majoritaire est appelé solvant (exp : eau + sel => le solvant est l'eau), et les substances dissoutes sont les solutés (sel).

5.1. La concentration molaire (Molarité)

$$C_M = \frac{\text{nombre de moles de soluté}}{\text{volume de la solution}} = \frac{n}{V} = \frac{m_{\text{soluté}}}{M \cdot V}$$

5.2. Normalité (N)

C'est le nombre d'équivalent gramme (Z) de soluté par litre de solution. ($N = C \cdot Z$)

Exemple :

*HCl (Z=1, donc C=N), H₂SO₄ (Z=2, donc C = N/2)

5.3. La dilution

On dilue le soluté (on réduit sa concentration) on ajoutant du solvant. Après dilution la quantité de soluté est la même.

6. ETAT DE LA MATIERE

La matière existe sous trois états différents :

- a. **Etat solide** : Ce sont des corps rigides qui conservent un volume et une forme bien déterminée, ils sont incompressibles.
- b. **Etat liquide** : Les liquides constituent un état fluide. Ils sont déformables et prennent la forme du récipient qui les contient.
- c. **Etat gazeux** : Les gaz occupent tout l'espace qui leur est offert, ils sont compressibles et se dilatent facilement.
- d. **L'état de plasma** : Dans cet état le modèle atomique est inexistant.

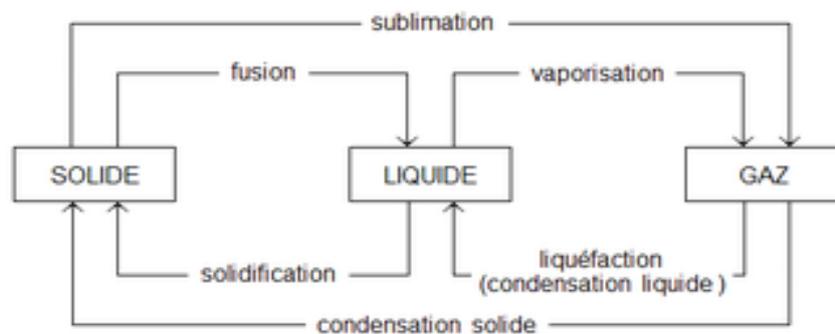


Fig I.2. Principaux changements d'état de la matière

7. CLASSIFICATION DE LA MATIERE

a- Corps purs simples : ils sont constitués de molécules dont les atomes sont identiques. Ils sont indécomposables par les procédés de séparation (Exp : Fe, O₂ ...etc).

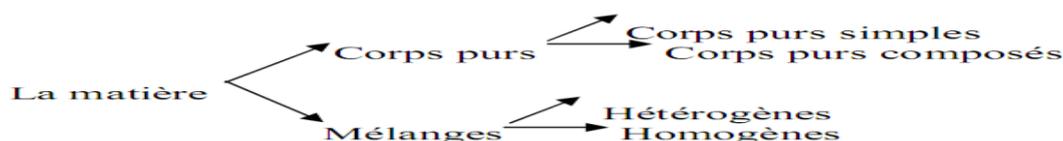
b- corps purs composés : ce sont des corps qui sont constitués de molécules dont les atomes sont différents. Ils sont décomposables en d'autres corps par les procédés de séparation (Exp : H₂O, H₂SO₄, HCl.....etc).

- **Mélanges**

Un mélange est une substance composé de molécules différentes (Exp : NaCl+l'eau, huile +eau). Les mélanges peuvent être rangés en deux catégories :

a. Mélanges hétérogènes : Ce sont des mélanges où nous pouvons distinguer, à l'œil nu ou à l'aide d'instruments grossissant les particules des corps qui les constituent. Ce sont des mélanges constitués de plus d'une phase. Exp : huile + eau + vinaigrette

b. Mélanges homogènes Ce sont des mélanges où nous ne pouvons pas distinguer les particules des corps qui les constituent. Ce sont des mélanges constitués d'une seule phase.



- **Méthodes de séparations des mélanges**

Tamissage, Dissolution, filtration, décantation, distillation, Cristallisation.....etc.

- **Les lois de pondérales**

Les lois de pondérales de la chimie, c'est-à-dire les lois relatives aux pesées et par conséquent aux masses, sont nées de l'observation macroscopique de la matière.

1) Loi de conservation de la matière (Lavoisier 1774)

La masse totale des produits formés est égale à la masse totale des réactifs consommés.

(L'étude de bilan massique).

2) Loi des proportions définis (Proust 1805)

Lorsque des corps simples s'unissent pour former un corps composé défini, le rapport entre les masses de chaque réactif qui ont été consommées dans la réaction chimique est constant.

3) Loi des proportions multiples (Dalton 1808)

Lorsque deux corps simples peuvent former plusieurs composés, les masses de l'un des constituants s'unissant à une même masse de l'autre sont toujours dans des rapports de nombre entiers.

EXERCICES

Exercice 1.

Combien y a-t-il d'atomes et de molécules dans 2g de dihydrogène (H₂) à la température ambiante.

Exercice 2.

On dispose de 0,4 moles de H₂S, combien y a-t-il :

1. De grammes de H₂S.
2. De moles de H et de moles de S.
3. De grammes de H et de grammes de S.
4. De molécules de H₂S.
5. D'atomes de H et de S. *Données: ${}^1_1\text{H}$ et ${}^{32}_{16}\text{S}$*

Exercice 3.

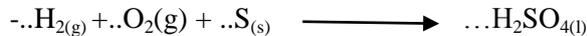
Lequel des échantillons suivants contiennent le plus de fer ?

- 1) 0.2 moles de Fe₂(SO₄)₃. 2) 20g de fer. 3) 0.3 atome-gramme de fer 4) 2.5x10²³ atomes de fer

Données : M_{Fe}=56g. mol⁻¹ M_S=32g.mol⁻¹ - Nombre d'Avogadro N =6,023. 10²³

Exercice 4.

Equilibrer puis indiquer pour chacune des réactions suivantes ; le nombre de phases (homogène, hétérogène) et les corps simples ou composés :



Calculer les densités pour les gaz, par rapport à l'air dans les conditions normales(CNTP), sachant que la masse volumique de l'air est $\rho=1.293.10^{-3} \text{ g/cm}^3$.

Exercice 5.

L'analyse élémentaire d'un composé a donné les résultats suivants : 71,65% en masse de Cl, 24,27% en masse de C et 4,07% en masse de H. Déterminer les formules empirique et moléculaire de ce composé sachant que sa masse molaire est de 98,96 g/mol.

Données : M (Cl) = 35,453g/mol, M (C) = 12,011 g/mol, M (H) = 1,008 g/mol.

Exercice 6.

La formule brute d'un composé est C₁₀H₆O₃, calculer :

- La masse molaire de ce composé .
- les pourcentages massiques de chacun des éléments C, H, et O du composé.

-Le nombre de moles du composé pur contenues dans une masse de 0.0156g de corps pur occupant un volume de 0.03 cm³.

-Sa densité par rapport à H₂O, dans les mêmes conditions (masse volumique de H₂O est 1g/cm³ (4-30°C)